

مرورنامه آزمون آزمایشی خلی سبز

سال تحصیلی ۱۴۰۴-۰۵

رشته ریاضی

مرحله پنجم

پایه دهم

ویژه دهمی های ۱۴۰۴

نام درس	مباحث	مؤلف	ویراستار	از صفحه	تا صفحه
ریاضی	فصل ۱ و ۲ صفحه ۱ تا ۴۶	علی شهرابی	محسن فراهانی احمد رضا رسولی ابوالفضل ناصری محمد امین لطفی امیر رضا رحیمی	۲	۲
هندسه	فصل ۱ و ۲ (درس ۱) صفحه ۹ تا ۳۳	علیرضا نصراللهی	محسن فراهانی بردیا نصیری	۳	۴
فیزیک	فصل ۱ و ۲ صفحه ۱ تا ۵۲	نوید شاهی امین امینی	داوود پاشا ماهان فنی فر سینا نیک نژاد	۴	۵
شیمی	فصل ۱ (تا ابتدای تبدیل اتم ها به یون ها) صفحه ۱ تا ۳۸	عباس سرمایه معصومه سعیدی سروش عبادی	بنیامین یعقوبی مهدی سلطانی مهدی محمدی	۵	۸



مرورنامه آزمون آزمایشی خیلی سبز



ریاضی

دایره مثلثاتی

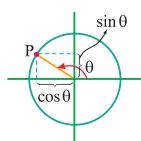
۱ نمایش نسبت‌های مثلثاتی روی دایره:

	نمایش $\sin$ و $\cos$ برای آن که سینوس و کسینوس یک زاویه دلخواه روی دایره مثلثاتی را نشان دهیم کافی است از نقطه انتهای کمانش به محورهای سینوس و کسینوس عمود کنیم.
	نمایش $\tan$ و $\cot$ برای نمایش تانژانت و کتانژانت یک زاویه کافی است ضلع دوم زاویه را از دو طرف امتداد دهیم تا محورهای تانژانت و کتانژانت را قطع کند. نقطه برخوردش با این محورها، $\tan \theta$ و $\cot \theta$ را نشان می‌دهد.

۲ علامت نسبت‌های مثلثاتی در ۴ ناحیه دایره مثلثاتی:

ناحیه	محدوده	$\sin$	$\cos$	$\tan$	$\cot$
اول	$0 < x < \frac{\pi}{2}$	+	+	+	+
دوم	$\frac{\pi}{2} < x < \pi$	+	-	-	-
سوم	$\pi < x < \frac{3\pi}{2}$	-	-	+	+
چهارم	$\frac{3\pi}{2} < x < 2\pi$	-	+	-	-

۳ مختصات هر نقطه روی دایره مثلثاتی به صورت $P(\cos \theta, \sin \theta)$ است.



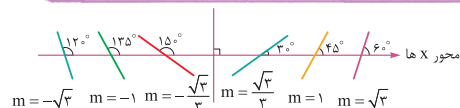
۴ محاسبه سایر نسبت‌های مثلثاتی با داشتن یکی از آن‌ها (بدون استفاده از اتحادها):

مثلاً فرض کنید $\cos \alpha = \frac{3}{5}$ و دو ربع چهارم است و $\cot \alpha$ را می‌خواهیم. ابتدا با این که α در ربع چهارم است کاری نداریم.

	گام ۱ با توجه به تعریف کسینوس که می‌شد اندازه ضلع مجاور به وتر، مثلث قائم‌الزاویه‌ای مثل شکل روبه‌رو می‌کشیم.
	گام ۲ ضلع سوم را با فیثاغورس درمی‌آوریم: $x = \sqrt{5^2 - 3^2} = 4$
$\cot \alpha = \frac{\text{مجاور}}{\text{مقابل}} = \frac{3}{4}$	گام ۳ حالا کتانژانت α را طبق تعریف می‌نویسیم و علامتش را با توجه به قرارداد داشتن آن در ربع چهارم می‌گذاریم.

۵ تانژانت زاویه‌ای که هر خطی با جهت مثبت محور x می‌سازد، برابر با شیب آن خط است:

$$m = \tan \alpha$$



اتحادهای مثلثاتی

صورت اصلی اتحاد	صورت فرعی اتحاد
$\sin^2 x + \cos^2 x = 1$	$1 - \sin^2 x = \cos^2 x$
$\tan x = \frac{\sin x}{\cos x}$	$1 - \cos^2 x = \sin^2 x$
$\cot x = \frac{\cos x}{\sin x}$	$\tan x \cdot \cot x = 1$
$1 + \tan^2 x = \frac{1}{\cos^2 x}$	$\cot x = \frac{1}{\tan x}$
$1 + \cot^2 x = \frac{1}{\sin^2 x}$	



نامساوی‌های مثلث

شکل	قضیه
	$\hat{C}_1 > \hat{A}$ $\hat{C}_1 > \hat{B}$ هر زاویه خارجی مثلث همواره از زاویه‌های داخلی غیرمجاورش بزرگ‌تر است.
	$b > c \Leftrightarrow \hat{B} > \hat{C}$ زاویه رو به ضلع بزرگ‌تر همواره، از زاویه رو به ضلع کوچک‌تر، بزرگ‌تر است. عکس این قضیه نیز برقرار است.
	۱) $a + b > c$ ۲) $a + c > b$ ۳) $b + c > a$ مجموع طول دو ضلع مثلث همواره از ضلع سوم بزرگ‌تر است. (قضیه وجود مثلث)
	$c \leq \frac{1}{2}P \leq a < \frac{1}{2}P$ (محیط مثلث است.) در هر مثلث دلخواه، همواره رابطه زیر برقرار است: (محیط) $\frac{1}{2} < \frac{1}{3}$ بزرگ‌ترین ضلع $\leq$ (محیط) $\frac{1}{3} \leq$ کوچک‌ترین ضلع
	$\frac{P}{2} < MA + MB + MC < P$ (محیط مثلث است.) اگر M نقطه‌ای دلخواه درون مثلث باشد، مجموع فواصل M از سه رأس مثلث، همواره بین محیط و نصف محیط مثلث می‌باشد.

نسبت تناسبی

مثال عددی	رابطه	نام
$\frac{2}{3} = \frac{4}{6} \Leftrightarrow 3 \times 4 = 2 \times 6$	$\frac{a}{b} = \frac{c}{d} \Leftrightarrow ad = bc$	طرفین وسطین
$\frac{2}{3} = \frac{4}{6} \Leftrightarrow \frac{3}{2} = \frac{6}{4}$	$\frac{a}{b} = \frac{c}{d} \Leftrightarrow \frac{b}{a} = \frac{d}{c}$	معکوس کردن طرفین
$\frac{2}{3} = \frac{4}{6} \Leftrightarrow \frac{6}{3} = \frac{4}{2}$	$\frac{a}{b} = \frac{c}{d} \Leftrightarrow \frac{d}{b} = \frac{c}{a}$	تعویض صورت و مخرج
$\frac{2}{3} = \frac{4}{6} \Leftrightarrow \frac{2+4}{3+6} = \frac{2}{3}$	$\frac{a}{b} = \frac{c}{d} \Leftrightarrow \frac{a+c}{b+d} = \frac{a}{b} = \frac{c}{d}$	ترکیب صورت و مخرج
$\frac{2}{3} = \frac{4}{6} \Leftrightarrow \frac{2+3}{3} = \frac{4+6}{6}$	$\frac{a}{b} = \frac{c}{d} \Leftrightarrow \frac{a+b}{b} = \frac{c+d}{d}$	ترکیب نسبت در صورت
$\frac{2}{3} = \frac{4}{6} \Leftrightarrow \frac{2}{2+3} = \frac{4}{4+6}$	$\frac{a}{b} = \frac{c}{d} \Leftrightarrow \frac{a}{a+b} = \frac{c}{c+d}$	ترکیب نسبت در مخرج
$\frac{2}{3} = \frac{4}{6} \Leftrightarrow \frac{2-3}{3} = \frac{4-6}{6}$	$\frac{a}{b} = \frac{c}{d} \Leftrightarrow \frac{a-b}{b} = \frac{c-d}{d}$	تفضیل در صورت
$\frac{2}{3} = \frac{4}{6} \Leftrightarrow \frac{2}{2-3} = \frac{4}{4-6}$	$\frac{a}{b} = \frac{c}{d} \Leftrightarrow \frac{a}{a-b} = \frac{c}{c-d}$	تفضیل در مخرج
$\frac{2}{3} = \frac{4}{6} = \frac{6}{9} \Leftrightarrow \frac{2+4+6}{3+6+9} = \frac{2}{3}$	$\frac{a}{b} = \frac{c}{d} = \frac{e}{f} \Leftrightarrow \frac{a+c+e}{b+d+f} = \frac{a}{b}$	ترکیب صورت و مخرج

مرورنامه آزمون آزمایشی خیل سبز



مساحت مثلث

$\frac{a}{b} = \frac{h_b}{h_a}, \frac{1}{h_a} + \frac{1}{h_b} + \frac{1}{h_c} = \frac{P}{S}$	در هر مثلث نسبت اضلاع با عکس نسبت ارتفاع نظیر آن‌ها، متناسب است.
$\frac{S'}{S} = \frac{BD}{DC}$	اگر دو مثلث دارای ارتفاع‌های برابر باشند، نسبت مساحت آن‌ها برابر نسبت قاعده‌هاست.
$\frac{S_{\Delta ABC}}{S_{\Delta BCD}} = \frac{h}{h'}$	اگر دو مثلث دارای قاعده‌های برابر باشند، نسبت مساحت آن‌ها برابر نسبت ارتفاع‌هاست.

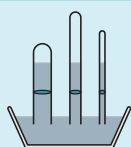
فیزیک

فشارسنج هوا (بارومتر)

شکل نمونه	تکنیک	۱) لولهٔ بارومتر صاف یا کج در مایع فروخته	۲) در فضای محبوس لولهٔ بارومتر گازی وجود دارد.	۳) فضای خالی در لولهٔ بارومتر وجود ندارد.
	$P_A + P_{\text{گاز}} = P_B$ $\Rightarrow \rho gh + P_{\text{گاز}} = P_0$	α: زاویهٔ لوله و سطح آزاد مایع ℓ: طول لوله	$P_A + P_{\text{گاز}} = P_B$ $\Rightarrow \rho gh + P_{\text{گاز}} = P_0$	نکته: مایع در لولهٔ بارومتر ممکن است به نقطهٔ C فشار وارد کند. $P_C + P_A = P_B \Rightarrow P_C + \rho gh = P_0$
	$P_A = P_B = 0 \Rightarrow \rho g \ell \sin \alpha = P_B$ فشار هوا نکته: هر دو شکل $(\ell \sin \theta)$ به ما ارتفاع مایع را می‌دهد.			

نکته

آزمایش توریجلی، نشان می‌دهد در بارومتر قطر لوله در ارتفاع مایع بالآمده تأثیر ندارد.



فشارسنج شارها (مانومتر) -

فشار گاز کمتر از فشار هوا	فشار گاز بیشتر از فشار هوا	شکل نمونه
$P_g = -\rho gh$	$P_g = +\rho gh$	
$P_{\text{گاز}} + P_{\text{ستون مایع}} = P_0$	$P_{\text{گاز}} = P_0 + P_{\text{ستون مایع}}$	رابطه

نکته

فشار مطلق (P_g) : $-P_0 = P_g$ - فشار مطلق

فشار مطلق: فشار شارها با در نظر گرفتن P_0



مرورنامه آزمون آزمایشی خیلی سبز

فیزیک

– نیروی شناوری –

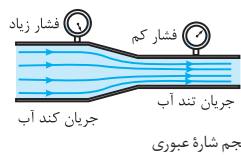
به دلیل اختلاف فشار در نقاط مختلف جسم، نیرویی بالاسو به جسم وارد می‌شود که به آن نیروی شناوری می‌گویند (F_b).

وضعیت	توضیحات	مقایسه نیروی وزن جسم و F_b	مقایسه چگالی‌ها	شکل نمونه
شناوری	جسم در سطح شاره شناور است و بخشی از آن در شاره فرو رفته است.	$F_b = mg$	$\rho_{\text{شاره}} < \rho_{\text{جسم}}$	
غرق شدن (فرورفتن)	جسم، کامل در شاره فرو رفته و در حال پایین رفتن است.	$F_b < mg$	$\rho_{\text{شاره}} > \rho_{\text{جسم}}$	
غوطه‌وری	جسم، کامل در شاره فرو رفته و رها شده، ولی نه بالا می‌رود و نه پایین می‌آید (عملاً ساکن است).	$F_b = mg$	$\rho_{\text{شاره}} = \rho_{\text{جسم}}$	
بالارفتن	جسم درون شاره رها شده و رو به بالا حرکت می‌کند.	$F_b > mg$	$\rho_{\text{شاره}} < \rho_{\text{جسم}}$	

– شاره در حرکت و اصل برنولی –

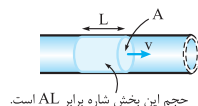
● اصل برنولی: اگر تندی شاره افزایش یابد، فشار آن کاهش می‌یابد و بالعکس.

● آهنگ شارش شاره:



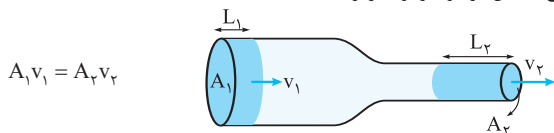
یکتا: $\frac{\Delta V}{\Delta t} = \frac{AL}{\Delta t} = Av \quad (m^3/s)$

آهنگ شارش شاره:



حجم این بخش شاره برابر AL است.

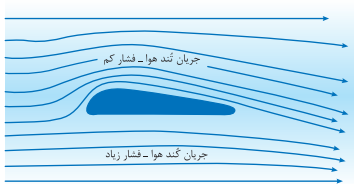
● معادله پیوستگی: در لوله‌ای با سطح مقطع متفاوت، باید مقدار جرم عبوری شاره در بازه زمانی یکسان، از دو سر لوله برابر باشد.



$$A_1 v_1 = A_2 v_2$$

– کاربردهایی از اصل برنولی –

● بال‌های هواپیما طوری طراحی شده‌اند که تندی هوا در بالای بال بیشتر از زیر آن است، در نتیجه فشار هوای بالای بال کمتر از فشار هوای زیر آن است؛ بدین ترتیب نیرویی رو به بالا به هواپیما وارد می‌شود.



شیمی

توزیع الکترون‌ها در لایه‌ها و زیرلایه‌ها

● با توجه به مدل کوانتومی اتم، ساختاری لایه‌ای دارد و الکترون‌ها در لایه‌های پیرامون هسته با نظم ویژه‌ای حضور دارند.

● حداکثر گنجایش الکترونی در هر لایه از رابطه $2n^2$ به دست می‌آید.

$$n=1 \Rightarrow 2(1)^2 = 2e \quad \text{حداکثر گنجایش لایه اول}$$

$$n=3 \Rightarrow 2(3)^2 = 18e \quad \text{حداکثر گنجایش لایه سوم}$$

$$n=2 \Rightarrow 2(2)^2 = 8e \quad \text{حداکثر گنجایش لایه دوم}$$

$$n=4 \Rightarrow 2(4)^2 = 32e \quad \text{حداکثر گنجایش لایه چهارم}$$

● هر لایه از یک یا چند بخش کوچک‌تر به نام زیرلایه تشکیل شده است. در هر لایه الکترونی به تعداد شماره لایه، زیرلایه وجود دارد.

$$n=1 \Rightarrow \text{تعداد زیرلایه‌ها} = 1 \quad \text{لایه الکترونی اول}$$

$$n=4 \Rightarrow \text{تعداد زیرلایه‌ها} = 4 \quad \text{لایه الکترونی چهارم}$$

● زیرلایه‌ها را با عدد کوانتومی فرعی (l) مشخص می‌کنند. عدد کوانتومی فرعی می‌تواند عددهای صحیح صفر تا $(n-1)$ را در بر بگیرد.

$$n=3 \Rightarrow l=0, 1, 2 \Rightarrow \text{لایه الکترونی سوم}$$



پس لایه الکترونی سوم، دارای سه زیرلایه با عددهای کوانتومی فرعی، ۰، ۱ و ۲ است.

مثال

شیمی

مرورنامه آزمون آزمایشی خیل سبز



● زیرلایه‌ها را با نمادهای حرفی s, p, d, f و ... نشان می‌دهند.

نماد زیرلایه	s	p	d	f
مقدار مجاز l	۰	۱	۲	۳

نماد هر زیرلایه معین در اتم، با دو عدد کوانتومی اصلی و فرعی، به صورت nl مشخص می‌شود.

$$n=2 \Rightarrow \text{زیرلایه } 2p \Rightarrow n=2, l=1 \Rightarrow \text{شماره لایه الکترونی}$$

نماد حرفی مشخص‌کننده زیرلایه

● حداکثر گنجایش الکترونی هر زیرلایه از رابطه $2(2l+1) = 4l+2$ به دست می‌آید.

مثال

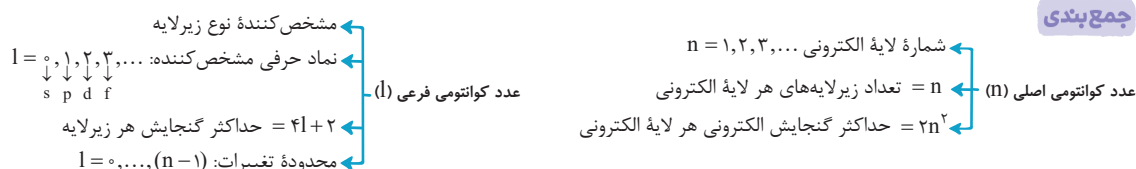
$$10e^- \rightarrow 4l+2 \Rightarrow l=2 \Rightarrow \text{حداکثر گنجایش زیرلایه } d$$

نماد زیرلایه	s	p	d	f
حداکثر گنجایش الکترونی	۲	۶	۱۰	۱۴

توجه

با توجه به این که مقدار عدد کوانتومی فرعی (l) از صفر شروع می‌شود، منظور از n امین زیرلایه یک اتم، زیرلایه‌ای با عدد کوانتومی فرعی n-1 است. به طور مثال منظور از پنجمین زیرلایه یک اتم، زیرلایه‌ای با l=4 است نه l=5!

جمع‌بندی



– ترتیب پرشدن زیرلایه‌ها از الکترون در اتم –

مطابق قاعده آفبا، هنگام افزودن الکترون به زیرلایه‌ها، نخست زیرلایه‌های نزدیک‌تر به هسته که پایدارترند و انرژی کم‌تری دارند، پر می‌شوند. انرژی زیرلایه‌ها به هر دو عددی کوانتومی اصلی (n) و فرعی (l) بستگی دارد؛ هر چه (n+l) برای یک زیرلایه کوچک‌تر باشد، انرژی آن کم‌تر است و زودتر از الکترون پر می‌شود.

توجه

اگر (n+l) برای دو زیرلایه یکسان باشد، زیرلایه‌ای که n کوچک‌تری دارد، انرژی کم‌تری داشته و زودتر از الکترون پر می‌شود.

مثال

مطابق قاعده آفبا، ترتیب پرشدن زیرلایه‌های 4f, 5p, 5d, 6s را بنویسید.

پاسخ

هر زیرلایه که (n+l) کوچک‌تری داشته باشد، زودتر از الکترون اشغال می‌شود و اگر (n+l) دو زیرلایه برابر باشد، زیرلایه‌ای که n کوچک‌تر دارد، زودتر از الکترون اشغال می‌شود.

$$4f \Rightarrow n+l = 4+3 = 7$$

$$5p \Rightarrow n+l = 5+1 = 6$$

$$5d \Rightarrow n+l = 5+2 = 7$$

$$6s \Rightarrow n+l = 6+0 = 6$$

$$\Rightarrow \text{ترتیب پرشدن زیرلایه‌ها: } 6s \rightarrow 5p \rightarrow 4f \rightarrow 5d$$

– چگونگی چینش عناصر در جدول تناوبی –

خواندیم که چینش عناصر در جدول تناوبی براساس افزایش تدریجی عدد اتمی آن‌ها و قرارگیری عناصر با خواص مشابه در یک گروه زیر هم است. اساس طبقه‌بندی عناصر در هر دوره در جدول تناوبی براساس ترتیب پرشدن زیرلایه‌ها طبق قاعده آفبا است.

به عنوان مثال در لایه الکترونی سوم ($n=3$)، 3 زیرلایه 3s, 3p, 3d با ظرفیت کلی ۱۸ الکترون وجود دارد، ولی در جدول تناوبی عناصر، در دوره سوم، فقط ۸ عنصر وجود دارد؛ زیرا در دوره سوم فقط زیرلایه‌های 3s و 3p در حال پرشدن است و عناصری که زیرلایه 3d آن‌ها در حال پرشدن است، در ردیف چهارم جدول قرار داده شده‌اند. (با توجه به قاعده آفبا ابتدا زیرلایه 4s از الکترون پر می‌شود و بعد 3d).

ترتیب پرشدن زیرلایه‌ها در عنصرهای هر دوره جدول دوره‌ای طبق قاعده آفبا را می‌توان به صورت زیر در نظر گرفت:

$$ns \rightarrow (n-2)f \rightarrow (n-1)d \rightarrow np$$

شماره دوره یا تناوب n

$n \geq 1$ $n \geq 6$ $n \geq 4$ $n \geq 2$

در هنگام استفاده از رابطه فوق، n را از ۱ تا ۷ به عنوان شماره دوره قرار می‌دهیم و زیرلایه‌هایی که در هر مرحله ایجاد می‌شوند را می‌نویسیم.

زیرلایه‌های ایجادشده در هر دوره به صورت زیر است:

$$[1s] - [2s 2p] - [3s 3p] - [4s 3d 4p] - [5s 4d 5p] - [6s 4f 5d 6p] - [7s 5f 6d 7p]$$

دوره هفتم دوره ششم دوره پنجم دوره چهارم دوره سوم دوره دوم دوره اول

مثال

زیرلایه‌هایی که n+l آن‌ها برابر با ۴ است را بنویسید و مشخص کنید هر کدام در عنصرهای دوره چندم جدول دوره‌ای پر می‌شوند.

پاسخ

برای پیدا کردن زیرلایه‌هایی که n+l آن‌ها برابر با ۴ است، ابتدا به n، بیشترین مقدار ممکن یعنی عدد ۴ را نسبت می‌دهیم و بنابراین مقدار l برابر صفر می‌شود یعنی زیرلایه 4s ($l=0$) مربوط به زیرلایه 4s است) و به ترتیب از مقدار n یک واحد کم کرده و به مقدار l یک واحد زیاد می‌کنیم تا جایی که زیرلایه مورد نظر وجود داشته باشد:

$$n+l=4 \Rightarrow \begin{cases} n=4, l=0 \Rightarrow \text{زیرلایه } 4s \Rightarrow \text{در دوره چهارم جدول دوره‌ای پر می‌شود.} \\ n=3, l=1 \Rightarrow \text{زیرلایه } 3p \Rightarrow \text{در دوره سوم جدول دوره‌ای پر می‌شود.} \\ n=2, l=2 \Rightarrow \text{زیرلایه } 2d \times \text{وجود ندارد} \end{cases}$$



مرورنامه آزمون آزمایشی خیلی سبز

شیمی

– آرایش الکترونی اتم –

برای نوشتن آرایش الکترونی باید زیرلایه‌ها را به ترتیب و مطابق قاعده آفبا پر کنیم تا جایی که مجموع توان زیرلایه‌ها برابر با تعداد الکترون‌های اتم مورد نظر شود.

مثال: $O: 1s^2 / 2s^2 2p^4$

توجه

هنگام نوشتن آرایش الکترونی، زیرلایه‌ای که ضریب کمتری دارد، زودتر نوشته می‌شود.

مثال: $Mn: 1s^2 / 2s^2 2p^6 / 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$

(با این‌که طبق قاعده آفبا 4s زودتر از 3d الکترون می‌گیرد، ولی برای نوشتن آرایش الکترونی، 3d قبل از 4s نوشته می‌شود.)

به آرایش الکترونی که در آن فقط از نماد زیرلایه‌ها استفاده می‌شود، آرایش الکترونی گسترده می‌گویند. اگر در آرایش الکترونی اتم‌ها به جای بخشی از آرایش الکترونی که همانند آرایش الکترونی یک گاز نجیب است، از عبارت [نماد شیمیایی گاز نجیب] استفاده کنیم، آرایش الکترونی فشرده به دست می‌آید.

– گازهای نجیب و عدد اتمی آن‌ها –

He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

مثال: $Ca: 1s^2 / 2s^2 2p^6 / 3s^2 3p^6 / 4s^2$
 $[Ar] 4s^2$

آرایش الکترونی فشرده Ca :

● قاعده آفبا آرایش الکترونی اغلب عناصر را پیش‌بینی می‌کند، اما داده‌های طیف‌سنجی نشان می‌دهد که آرایش الکترونی برخی از اتم‌ها از قاعده آفبا پیروی نمی‌کند، به طور مثال هر یک از اتم‌های کروم (Cr) و مس (Cu) در بیرونی‌ترین زیرلایه خود تنها یک الکترون دارند.

در این اتم‌ها یک الکترون از زیرلایه 4s برداشته شده و به زیرلایه 3d اضافه شده است.

$Cr \Rightarrow [Ar] 3d^5 4s^1$ (آرایش الکترونی مورد انتظار: $[Ar] 3d^4 4s^2$)
 $Cu \Rightarrow [Ar] 3d^9 4s^1$ (آرایش الکترونی واقعی: $[Ar] 3d^{10} 4s^1$)

$Mo: [Kr] 4d^5 5s^1$ $Ag: [Kr] 4d^{10} 5s^1$

یا مواردی مانند:

– الکترون‌های ظرفیت –

لایه ظرفیت یک اتم، لایه‌ای است که الکترون‌های آن، رفتار شیمیایی اتم را تعیین می‌کنند. به الکترون‌های این لایه الکترون‌های ظرفیت اتم می‌گویند.

۱ اگر آخرین الکترون به زیرلایه s یا p وارد شود، آخرین لایه الکترونی (زیرلایه‌ها با بزرگ‌ترین ضریب) لایه ظرفیت است.

$Mg: [Ne] 3s^2$ و $Br: [Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^5$
 لایه ظرفیت: ۲ الکترون لایه ظرفیت: ۷ الکترون

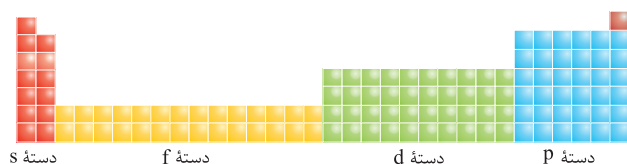
۲ اگر آخرین الکترون به زیرلایه d وارد شود، الکترون‌های ظرفیت شامل الکترون‌های زیرلایه‌های ns و $(n-1)d$ است.

$Ni: [Ar] 3d^8 4s^2$
 الکترون ۱۰ ظرفیت

نکته

تعداد الکترون‌های ظرفیت عناصری که در یک گروه قرار دارند، با هم برابر است. در گروه ۱ و ۲ و گروه‌های ۱۳ تا ۱۸ (به‌جز هلیوم) تعداد الکترون‌های ظرفیت برابر با عدد یکان شماره گروه آن‌ها است.

– دسته‌بندی عناصر براساس آخرین زیرلایه در حال پرشدن –



۱ عنصرهای دسته s: عنصرهایی که زیرلایه s آن‌ها در حال پرشدن است.

۲ عنصرهای دسته p: عنصرهایی که زیرلایه p آن‌ها در حال پرشدن است.

۳ عنصرهای دسته d: عنصرهایی که زیرلایه d آن‌ها در حال پرشدن است.

۴ عنصرهای دسته f: عنصرهایی که زیرلایه f آن‌ها در حال پرشدن است.

– تعیین موقعیت عناصر (دوره و گروه) در جدول تناوبی –

برای تعیین شماره دوره و گروه یک عنصر در جدول تناوبی به کمک آرایش الکترونی آن به صورت زیر عمل می‌کنیم:

بزرگ‌ترین ضریب در آرایش الکترونی، شماره دوره هر عنصر (همه دسته‌ها)

تعداد الکترون‌های ظرفیت، شماره گروه عنصرهای دسته s (به‌جز هلیوم)

$12 + p$ توان $10 +$ تعداد الکترون‌های ظرفیت: شماره گروه عنصرهای دسته p

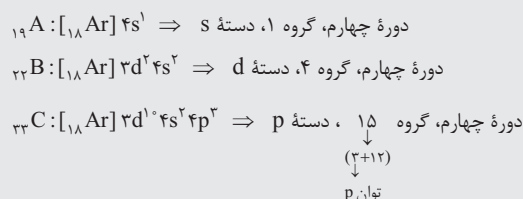
تعداد الکترون‌های ظرفیت، شماره گروه عنصرهای دسته d

مرورنامه آزمون آزمایشی خیل سبز



دسته عناصر	شمار عناصر	موقعیت در جدول تناوبی
S	۱۴	گروه ۱ و ۲ و هلیوم از گروه ۱۸
p	۳۶	همه عناصر گروه ۱۳ تا ۱۸ به جز هلیوم
d	۴۰	گروه ۳ تا ۱۰
f	۲۸	دو ردیف پایین جدول (اعداد اتمی ۵۷ تا ۷۰ در ردیف اول و ۸۹ تا ۱۰۲ در ردیف دوم)

مثال



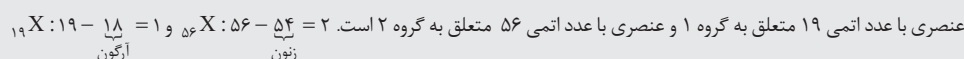
– تعیین شماره دوره و گروه عناصرها بدون نوشتن آرایش الکترونی –

آ) تعیین شماره دوره: گازهای نجیب با عددهای اتمی ۲، ۱۰، ۱۸، ۳۶، ۵۴، ۸۶ و ۱۱۸ به ترتیب در انتهای دوره‌های اول تا هفتم قرار دارند؛ بنابراین برای تعیین شماره دوره یک عنصر کافی است عدد اتمی عنصر مورد نظر را بین عدد اتمی دو گاز نجیب قبلی و بعدی آن قرار دهیم. شماره دوره عنصر با شماره دوره گاز نجیب بعدی یکسان است.

ب) تعیین شماره گروه: برای تعیین شماره گروه، سه حالت پیش می‌آید:

۱) اگر عدد اتمی عنصر مورد نظر یک یا دو واحد بیشتر از عدد اتمی یکی از گازهای نجیب باشد، در این حالت شماره گروه برابر با تفاوت عدد اتمی عنصر با گاز نجیب دوره قبل است (شماره گروه برابر ۱ یا ۲ می‌باشد).

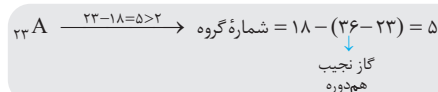
مثال



۲) عنصرهایی که در دو ردیف در پایین جدول قرار دارند (عنصری با عدد اتمی ۵۷ تا ۷۰ و ۸۹ تا ۱۰۲) همگی به گروه ۳ تعلق دارند.

۳) برای بقیه عناصر که عدد اتمی آن‌ها بیش از دو واحد از عدد اتمی گاز نجیب قبل از خود بیشتر است. باید اختلاف عدد اتمی عنصر و گاز نجیب هم‌دوره‌اش را از عدد ۱۸ کم کنیم تا شماره گروه به دست آید.

مثال



– ساختار اتم و رفتار آن –

عنصرهای گروه ۱۸ جدول دوره‌ای (گازهای نجیب) در طبیعت به شکل تک‌اتمی یافت می‌شوند و این واقعیت بیانگر این است که این گازها واکنش‌ناپذیر بوده و یا واکنش‌پذیری بسیار کمی دارند. این پایداری گازهای نجیب را، به آرایش الکترونی لایه ظرفیت آن‌ها نسبت می‌دهند. در لایه ظرفیت این اتم‌ها، هشت الکترون وجود دارد (به جز هلیوم که در تنها لایه الکترونی خود، دو الکترون دارد). پس می‌توان نتیجه گرفت که اگر لایه ظرفیت اتمی هشت‌تایی نباشد، آن اتم واکنش‌پذیر است.

● رفتار شیمیایی هر اتم به تعداد الکترون‌های ظرفیت آن بستگی دارد؛ به طوری که می‌توان دستیابی به آرایش گاز نجیب (آرایش هشت‌تایی) را مبنای رفتار اتم‌ها دانست.

روش‌های رسیدن به آرایش هشت‌تایی در اتم‌ها:

- ۱) مبادله یا انتقال الکترون
- ۲) به اشتراک گذاشتن الکترون

– آرایش الکترون - نقطه‌ای –

در آرایش الکترون - نقطه‌ای که توسط «لوویس» ارائه شد، الکترون‌های ظرفیت هر اتم، پیرامون نماد شیمیایی آن با نقطه نشان داده می‌شود. در هر جایگاه (سمت راست، چپ، بالا و پایین نماد) حداکثر دو الکترون قرار می‌گیرد. (X) برای تمام اتم‌ها به جز هلیوم، ابتدا در هر جایگاه یک الکترون قرار می‌گیرد و از الکترون پنجم و پس از آن هر نقطه به صورت جفت نقطه درمی‌آید.

توجه آرایش الکترون - نقطه‌ای هلیوم به صورت $He:$ است نه $He\cdot$

نکته

عنصری که در یک گروه قرار دارند، آرایش لایه ظرفیت یکسان و در نتیجه ساختار الکترون - نقطه‌ای مشابهی دارند. به طور مثال همه عناصر گروه ۱۷، دارای ۷ الکترون در لایه ظرفیت خود هستند و آرایش الکترون - نقطه‌ای آن‌ها به صورت $\cdot\ddot{X}:$ است.

توجه در عناصر گروه ۱، ۲ و ۱۳ تا ۱۸، تعداد الکترون‌های ظرفیت با عدد یکان شماره گروه برابر است.